

21-10-2008

Chapitre IV

La classification périodique des éléments

Les éléments chimiques sont classés dans un tableau périodique (tableau du Mendeliev (1869)) constitué de lignes et de colonnes. Ils sont rangés de gauche à droite dans le tableau par ordre croissant de leur numéro atomique Z .

Tableau de la classification périodique des éléments

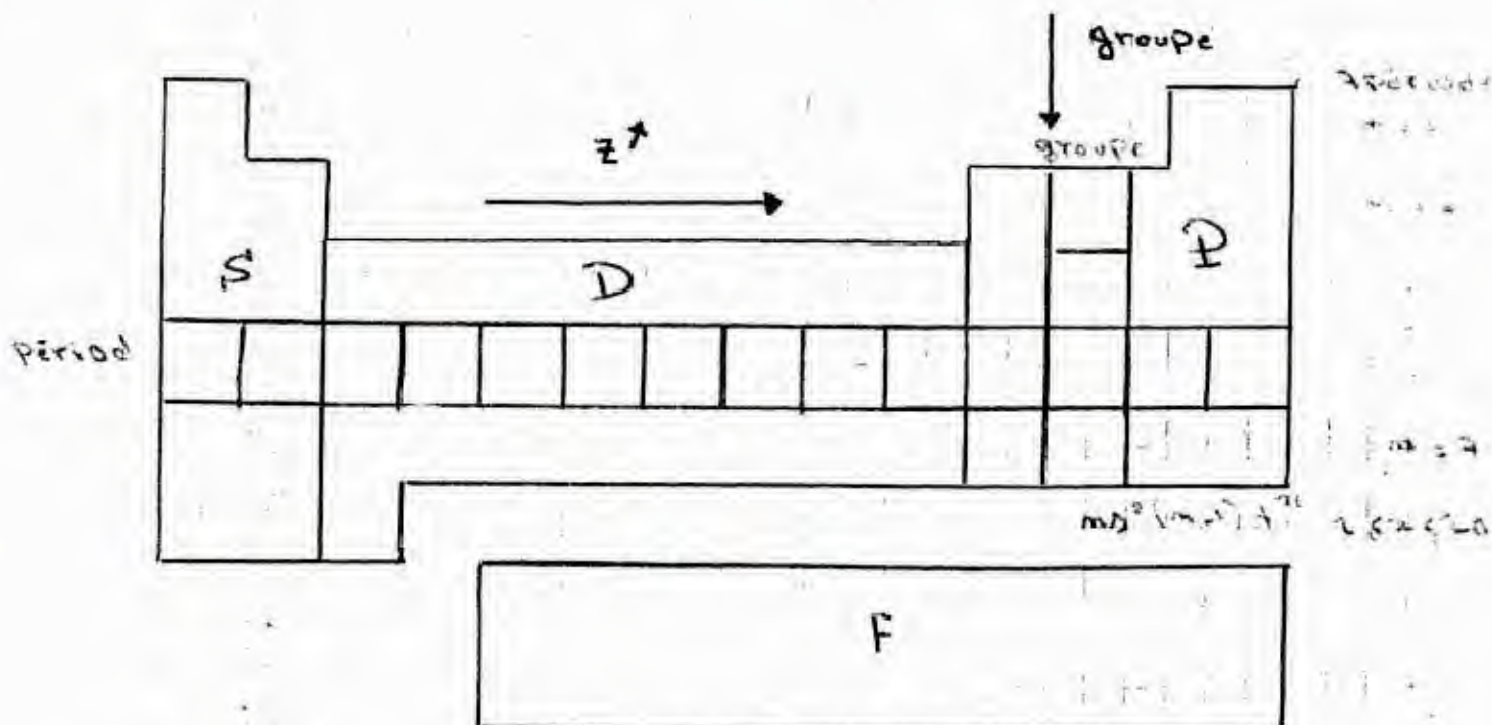
PERIODE	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
PE	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII	VIII	VIII	VIII	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII
PERIODE	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H Hydrogène 1,008	2 He Hélium 4,003																
2	3 Li Lithium 6,94	4 Be Béryllium 9,01											5 B Bore 10,81	6 C Carbone 12,01	7 N Azote 14,01	8 O Oxygène 16,00	9 F Fluore 18,99	10 Ne Néon 20,18
3	11 Na Sodium 22,99	12 Mg Magnésium 24,31											13 Al Aluminium 26,98	14 Si Silicium 28,09	15 P Phosphore 30,97	16 S Soufre 32,06	17 Cl Chlore 35,45	18 Ar Argon 39,95
4	19 K Potassium 39,10	20 Ca Calcium 40,08	21 Sc Scandium 44,96	22 Ti Titane 47,88	23 V Vanadium 50,94	24 Cr Chrome 52,00	25 Mn Manganèse 54,94	26 Fe Fer 55,85	27 Co Cobalt 58,93	28 Ni Nickel 58,69	29 Cu Cuivre 63,55	30 Zn Zinc 65,39	31 Ga Gallium 69,72	32 Ge Germanium 72,59	33 As Arsenic 74,92	34 Se Sélénium 78,96	35 Br Brome 79,90	36 Kr Krypton 83,80
5	37 Rb Rubidium 85,47	38 Sr Strontium 87,62	39 Y Yttrium 88,91	40 Zr Zirconium 91,22	41 Nb Niobium 92,21	42 Mo Molybdène 95,94	43 Tc Technétium 98,91	44 Ru Ruthénium 101,1	45 Rh Rhodium 102,9	46 Pd Palladium 106,4	47 Ag Argent 107,9	48 Cd Cadmium 112,4	49 In Indium 114,8	50 Sn Étain 118,7	51 Sb Antimoine 121,8	52 Te Tellure 127,6	53 I Iode 126,9	54 Xe Xénon 131,3
6	55 Cs Césium 132,9	56 Ba Baryum 137,3	57 La Lanthane 138,9	72 Hf Hafnium 178,5	73 Ta Tantale 180,9	74 W Tungstène 183,9	75 Re Rhénium 186,2	76 Os Osmium 190,2	77 Ir Iridium 192,2	78 Pt Platine 195,1	79 Au Or 197,0	80 Hg Mercure 200,6	81 Tl Thallium 204,4	82 Pb Plomb 207,2	83 Bi Bismuth 209,0	84 Po Polonium 210	85 At Astatine 210	86 Rn Radon 222
7	87 Fr Francium 223,0	88 Ra Radium 226,0	89 Ac Actinium 227,0	101 La Lanthane 138,9	102 Ce Cérium 140,1	103 Pr Praseodyme 140,9	104 Nd Néodyme 144,2	105 Pm Prométhium 144,9	106 Sm Samarium 150,4	107 Eu Europium 152,0	108 Gd Gadolinium 157,3	109 Tb Terbium 158,9	110 Dy Dysprosium 162,50	111 Ho Holmium 164,9	112 Er Erbium 167,3	113 Tm Thulium 168,9	114 Yb Ytterbium 173,0	115 Lu Lutécium 175,0
				116 Th Thorium 232,0	117 Pa Protactinium 231,0	118 U Uranium 238,0	119 Np Neptunium 237,0	120 Pu Plutonium 239,1	121 Am Américium 243,1	122 Cm Curium 247,1	123 Bk Berkélium 247,1	124 Cf Californium 251,1	125 Es Einsteinium 252,1	126 Fm Fermium 257,1	127 Md Mendelevium 258,1	128 No Nobelium 259,1	129 Lr Lawrencium 260,1	130 Nh Nihonium 286,1

$ns^2(n-1)d^8 4f^5 5s^2$

Métaux

Gaz rares

Non-métaux



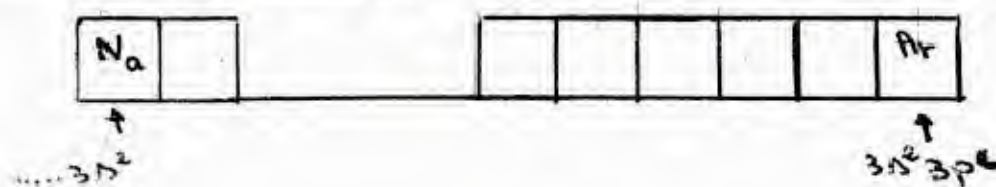
- Le tableau périodique contient 110 éléments dont 90 sont naturels et 20 sont artificiels. Il est séparé en 4 blocs, S, P, D et F.
- Les éléments chimiques ne sont pas entièrement différents les uns des autres. Il existe des analogies entre les propriétés de certains entre eux.
- Les propriétés physiques et chimiques d'un élément découlent de sa structure électronique de la couche externe de cet élément.
- Une ligne du tableau périodique des éléments est appelée une période. Tandis qu'une colonne s'appelle un groupe.

1°/ Les périodes :

- Le T.P. comporte sept périodes. Elle correspond à une valeur fixe du nombre quantique n .

Exemple :

$n=3 \rightarrow 3^{\text{ème}} \text{ période}$



• La 1^{ère} période contient deux éléments, la seconde période en contient huit, tout comme la 3^{ème}, cependant la 4^{ème} et la cinquième en contiennent dix-huit et enfin la 6^{ème} et la 7^{ème} en contiennent 32.

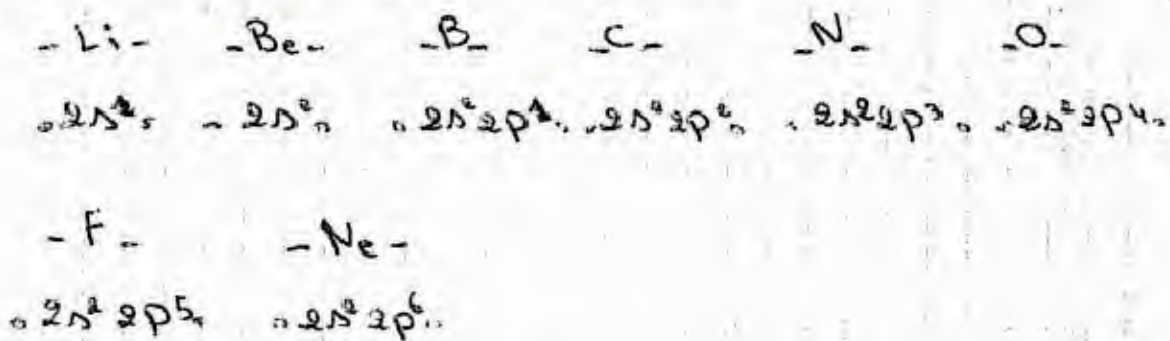
• Les éléments de la n période ont des propriétés différentes, mais des énergies voisines.

* 1^{ère} Période $n=1$:

Elle ne comporte que 2 éléments $1H$ et $1He$ elle correspond au remplissage de l'orbitale $1s$ (couche K).

* 2^{ème} Période $n=2$:

Elle contient 8 éléments, elle correspond au remplissage progressive des orbitales $2s$ $2p$ (couche L).



* 3^{ème} Période $n=3$:

• Remplissage identique que la 2^{ème} période mais des orbitales $3s$ $3p$ (couche M). Cette période comporte 8 éléments de Na à Ar.

* 4^{ème} Période $n=4$:

- Pour K et Ca on remplit $4s$.
- de Sc au Zn on remplit $3d$.
- de Ga au Kr on remplit $4p$.

* 5^{ème} Période $n=5$:

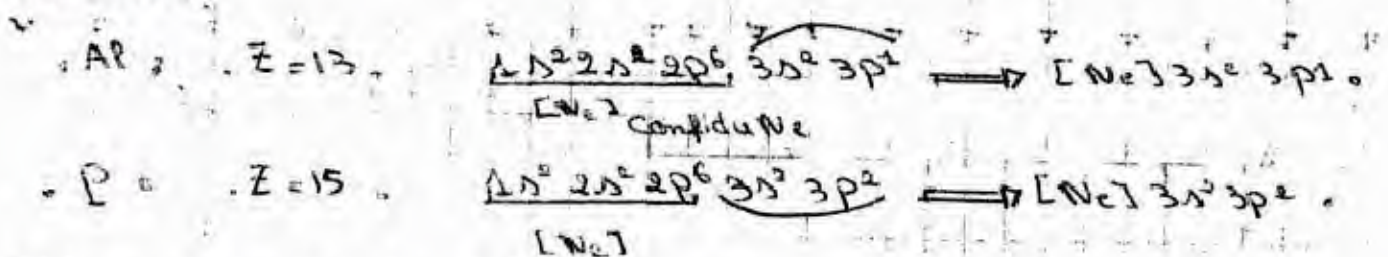
- Pour Rb et Sr on remplit $5s$.
- de Y au Cd on remplit $4d$.
- de In au Xe on remplit $5p$.

6^{ème} et 7^{ème} période:

• En plus des orbitales s, p, d on procède au remplissage de la sous couche 4f dans la 6^{ème} période et 5f dans la 7^{ème} période.

Remarque:

- * les éléments dont la sous-couche d est en cours de remplissage ($\dots (n-1)d^x$ avec $0 < x < 10$) constituent les éléments de transition (bloc d).
- * les éléments de la 6^{ème} période dont la sous-couche 4f est en cours de remplissage sont les lanthanides et ceux de la 7^{ème} période dont la sous-couche 5f est en cours de remplissage sont les actinides. Les actinides et les lanthanides forment le bloc f.
- * Tous les éléments d'une même période n. sont n configuration de valence.



2°/ les groupes (ou famille):

• Chaque colonne de T.P. contient un groupe d'éléments qui possèdent des couches de valence identiques donc même configuration électronique externe.

Exemple:

Groupe I :

H; Li; Na; K.

- $1H : 1s^1$
- $3Li : 1s^2 2s^1$
- $11Na : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- $19K : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

• on a alors donné un nom aux colonnes les plus importantes.

- Colonne I_A : groupe des alcalins (ns^1) (sauf H).
- Colonne II_A : .. des alcalino-terreux (ns^2).
- Colonne III_B à IX_B : .. des métaux de transition (nd^1 à nd^{10}).
- Colonne III_A : .. du Bore ($ns^2 np^1$).
- Colonne IV_A : .. du carbone ($ns^2 np^2$).
- .. V_A : .. de l'azote ($ns^2 np^3$).
- .. VI_A : .. des chalcogènes ($ns^2 np^4$).
- .. VII_A : .. des halogènes ($ns^2 np^5$).
- .. 0 : .. des gaz rares ($ns^2 np^6$).

• Les éléments d'un même groupe ont des propriétés chimiques voisines.

I_A	II_A	III_B	IV_B	V_B	VI_B	VII_B	$VIII$	IX_B	X_B	II_B	III_A	IV_A	V_A	VI_A	VII_A	0
↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
ns^1	ns^2	$ns^2(n-1)d^1$	$ns^2(n-1)d^2$	$ns^2(n-1)d^3$	$ns^2(n-1)d^4$	$ns^2(n-1)d^5$	$ns^2(n-1)d^6$	$ns^2(n-1)d^7$	$ns^2(n-1)d^8$	$ns^2(n-1)d^9$	$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$
I_A	II_A	III_B	IV_B	V_B	VI_B	VII_B	($VIII$)	IX_B	X_B	II_B	III_A	IV_A	V_A	VI_A	VII_A	0

3° Les trois types d'éléments

• Les éléments chimiques connus jusqu'ici peuvent être placés dans 3 groupes catégories bien distinctes des métaux, les non-métaux et les semi-métaux.

a) Les métaux:

- un métal peut être caractérisé par:
 - sa conduction de l'électricité et la chaleur.
 - son état solide à température ambiante (en grande majorité).
 - il présente l'éclat métallique.
- Dans la classification périodique, les métaux sont placés majoritairement à gauche, plus on se déplace vers la droite moins les éléments sont métalliques. La majorité des métaux

sont solide à température ambiante, il existe quelques un qui ne vérifient pas cela.

- le mercure (liquide)
- le gallium (solide, mais possède t° de fusion très basse = 30°C)
- le césium (" " " " " " " " " " = 29°C)

b. Les non métaux:

• des non métaux sont placés à droite dans le tableau périodique des éléments leur état peut être :

- Solide (ex: carbone)
- Liquide (ex: azote)
- gaz (ex: bore)

Pour la grande majorité, ils ne conduisent ni l'électricité ni la chaleur.

c) - Les Semi-métalliques

• Les semi-métaux sont tantôt des métaux, tantôt des non-métaux, comme par exemple le silicium.

4° les propriétés des éléments :

a) festen

- se sont des atomes qui ont perdu ou gagné des électrons:
- un atome ayant perdu des e^- donne un ion positif ou cation. et
- atome ayant gagné des e^- donne un ion négatif ou anion.

Examples:

- $$\bullet \text{Na} (Z=11) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 ; \text{Na}^+ (\text{Aoe}^-) 1s^2 2s^2 2p^6 \bullet$$



- $$-F(z \pm g) \frac{1}{n^2} 2n^2 2p^5; F^-(10e^-) \frac{1}{n^2} 2n^2 2p^6.$$

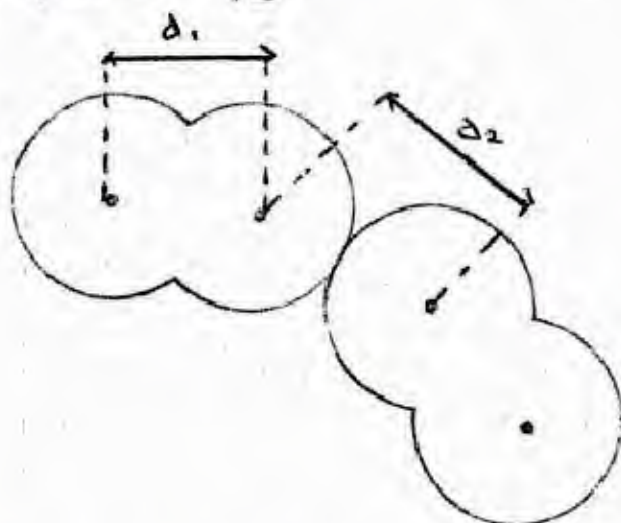


b) to review documents

- un rayon atomique ne peut être défini que si l'atome n'est engagé dans une liaison chimique. Le rayon atomique dépend donc de la nature de la liaison. un même atome peut avoir donc plusieurs rayons.

- Rayon de Vander wads :

- Il correspond à la moitié de la distance minimale à laquelle peuvent s'approcher 2 atomes de cet élément quand ils ne se lient pas : $d_2/2$.

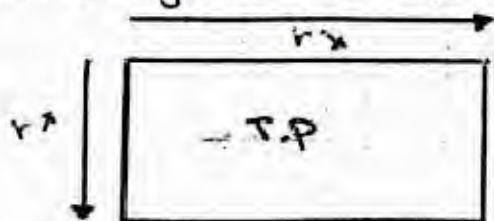


- Rayon covalent ou de covalence :

- C'est la moitié de la distance entre les noyaux de 2 atomes $d_1/2$ de cet élément, liés dans la molécule du corps simple correspondant.

- Lorsque deux atomes se lient pour former une molécule, la distance entre leurs noyaux devient inférieure à la somme de leur rayons de van der waals c.à.d $d_1 < d_2$.

- Le rayon atomique décroît de gauche à droite dans une période (lorsque la charge nucléaire Z augmente) et augmente quand on descend dans un groupe (lorsque les dimensions de l'atome augmente).



c) - l'énergie d'ionisation :

c'est l'énergie minimale nécessaire pour arracher une e^- à l'atome à l'état gazeux.



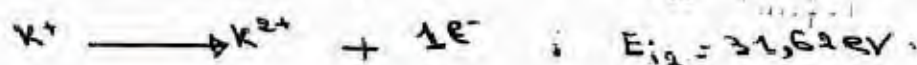
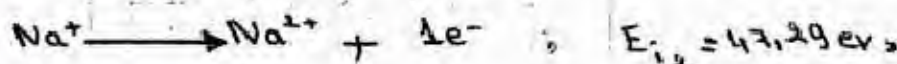
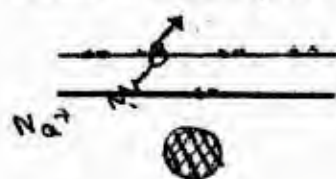
Il s'agit d'une énergie donnée à l'atome donc $E_i > 0$

On peut avoir des potentiels d'ionisation de première, de seconde, troisième ionisation correspondant au départ de 1, 2, 3, e^-

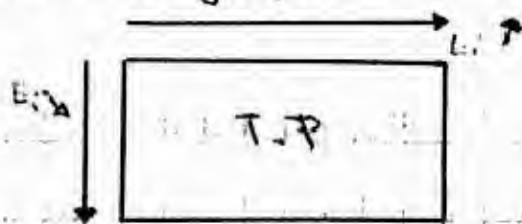
- Energie d'1^{ère} ionisation :



- Energie de 2^{ème} ionisation :



l'énergie d'ionisation varie en sens inverse du rayon atomique c.à.d qu'il augmente de gauche à droite dans une période et décroît lorsqu'on descend un groupe.



$$4,2 \text{ ev} < E_i < 25 \text{ ev}$$

(Rb) (He)

d) - l'affinité électronique :

On appelle affinité électronique ou électroaffinité l'énergie mise en jeu pour retourner de l'ion négatif à l'atome neutre. c'est l'énergie de réaction



l'affinité électronique est positive par convention

- Exemple :



$$A = 3,61 \text{ ev}$$

Les affinités électroniques les plus élevées sont celles des halogènes et les plus faibles sont celles des alcalins.

c) - l'électronégativité :

l'électronégativité est la tendance d'un élément à attirer les e^- dans un doublet de liaison. Elle est notée X .



$\left\{ \begin{array}{l} \text{A : attire les } e^- \implies \text{A est électronégatif.} \\ \text{B : donne les } e^- \implies \text{B est électropositif.} \end{array} \right.$

l'électronégativité est une grandeur qui n'est pas directement mesurable, il existe plusieurs définitions pour l'évaluer.

Echelle de Mulliken :

D'après Mulliken, l'électronégativité est donnée par :

$$X = \frac{1}{2} (A + E_i) \times \frac{1}{3.15}$$

A : affinité.

B : énergie d'ionisation.

le terme $\frac{1}{3.15}$ permet d'ajuster cette échelle à celle de Pauling.

Cette échelle est peu utilisée parce que l'affinité électronique de tous les éléments n'est pas connu.

Echelle de Pauling :

C'est l'échelle la plus utilisée. Pauling a exprimé l'électronégativité à partir des propriétés énergétiques des molécules diatomiques. Sa méthode repose sur la connaissance de leur énergie de liaison.

Désignons par E_{AB} l'énergie de liaison de la molécule AB, par E_{AA} l'énergie de liaison de la molécule A_2 et par E_{BB} l'énergie de liaison de la molécule B_2 . Considérons la quantité ΔE donnée par :

$$\Delta E = E_{AB} - \sqrt{E_{AA} \cdot E_{BB}}$$

Soit X_A et X_B les électronégativités de A et B. Pauling pense que ΔE est fonction de la variable $X_A - X_B$ et pose

$$\Delta E = (x_A - x_B)^2$$

D'où

$$\begin{cases} x_A - x_B = \sqrt{E_{AB} - \sqrt{E_{AA} \cdot E_{BB}}} & (E \text{ en eV}) \\ x_A - x_B = 0,208 \sqrt{E_{AB} - \sqrt{E_{AA} \cdot E_{BB}}} & (E \text{ en kcal/mole}) \\ x_A - x_B = 0,102 \sqrt{E_{AB} - \sqrt{E_{AA} \cdot E_{BB}}} & \end{cases}$$

En appliquant cette formule à un grand nombre de composés en choisissant le fluor (atome le plus électronégatif) comme élément de référence on lui attribuant la valeur 4, Pauling a établi une échelle des électronégativités des atomes.

$$0,7 \leq x \leq 4$$

Exemples

- $x(F) = 4$; x élevée, donc F est un élément électronégatif.
 $F + 1e^- \rightarrow F^-$; il capte facilement une e^- .
- $x(K) = 0,8$; x faible, donc K est 1 élément électropositif.
 $K \rightarrow K^+ + 1e^-$; il cède facilement $1e^-$.

Echelle d'Alred et Rochow:

- Alred et Rochow ont défini x pour la mesure de la force électrostatique avec laquelle A ou B attire le doublet de la liaison:

$$x_A = 0,359 \frac{Z^+}{r^2} + 0,744$$

r est le rayon atomique exprimé en Å

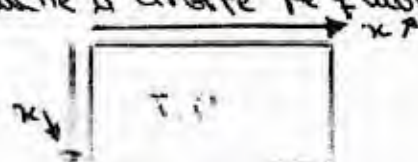
Z^+ est la charge nucléaire effective pour une e^- de la couche de valence

Conclusion:

Pour la variation de l'électronégativité dans le tableau

periodiques, elle décroît lorsqu'on descend un groupe. Dans 1 période, elle augmente de gauche à droite le fluor est l'élément le plus électron-

-égatif du T.P





ETUSUP.com

Programmmation
Cours
Electricité
Physique
Résumés
Analyse
Informatique
Optique
Chimie
Algèbre
Corrigés
Diapo
Livres
Exercices
Contrôles Continus
Langues
MTU
Thermodynamique
Multimedia
Divers
Economie
Travaux Dirigés
Chimie Organique
Mathématiques
Mécanique
Travaux Pratiques
Droit

et encore plus..